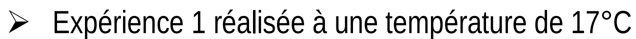
Mr Sdiri anis

Exercice N°1

On étudie expérimentalement la cinétique d'oxydation des ions iodures I^- par les ions peroxodisulfate S_2O8^{2-} selon l'équation : $2\ I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2 + 2\ SO_4^{2-}$.

On mélange , à t = 0 , un volume V_1 = 70 mL d'une solution d'iodure de potassium KI de concentration C_1 = 0,03 mol.L^{-1} et un volume V_2 = 30 mL d'une solution de péroxodisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ de concentration C_2 = 0,03 mol.L^{-1} dans des conditions différentes :



- Expérience 1 réalisée à une température de 17°C
- Expérience 2 réalisée à une température de 29°C
- Expérience 3 réalisée à une température de 29°C et en présence des ions Fe^{2+}.

Les résultats de mesures ont permis de tracer les courbes du graphe ci-contre correspondant aux trois expériences réalisées.



a) Vérifier, par le calcul, la valeur de la Concentration initial de $S_2O_8^{2-}$ affichée sur le Graphe.

b) A partir des courbes, comparer, sans faire de calcul, mais en justifiant la réponse, la vitesse de la réaction à t = 0 pour les trois expériences

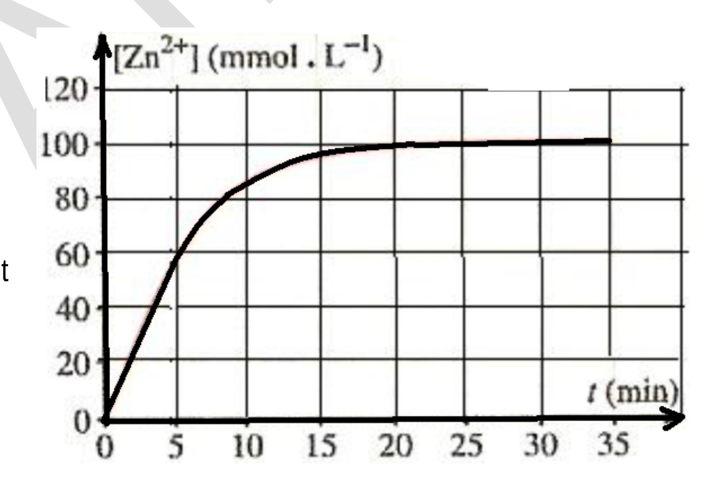
c) Attribuer à chaque expérience la courbe correspondante. Justifier la réponse



Exercice N°2

L'acide chlorhydrique ($H3O^+ + Cl^-$) réagit sur le zinc Zn selon **une réaction totale**, en donnant du dihydrogène H_2 et des ions zinc(II) Zn^{2+} . A l'instant t = 0 , on introduit une masse m = 2,3 g de zinc en grenaille dans un ballon contenant un volume V_A = 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_A = 0,2 mol.L^{-1} . Les résultats de cette expérience permettent de tracer **la courbe ci-contre** donnant la concentration en Zn^{2+} de la solution en fonction du temps

On donne: M_{Zn} = 65,4g.mol^{-1}



L'équation chimique de la réaction :

$Zn(Sd) + 2\ H_3O^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2(g) + 2\ H_2O$

1°)a) Dresser un tableau descriptif de l'évolution du système. Déduire le réactif limitant de cette transformation.

b) Définir le temps de demi réaction $t_{1/2}$ et le déterminer sur le graphe.

c) En déduire la composition du système pour t = $t_{1/2}$.

2°) a) Définir la **vitesse volumique** de la réaction.

b) Montrer qu'on peut la calculer à partir de la courbe précédente.

c) Déterminer graphiquement sa valeur à l'instant t_0 = 0. Préciser la méthode sur la courbe. Comment varie la vitesse de la réaction au cours du temps ? Préciser la cause de cette variation.

Exercice N°3

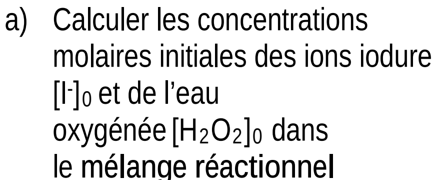
l'eau oxygénée H_2O_2 réagit, en milieu acide, avec les ions iodures selon la réaction totale représentée par l'équation $H_2O_2 + 2I^- + 2H_3O^+ \rightarrow 4\ H_2O + I_2$; la réaction est supposée totale

A la date t=0 et une température constante, on mélange :

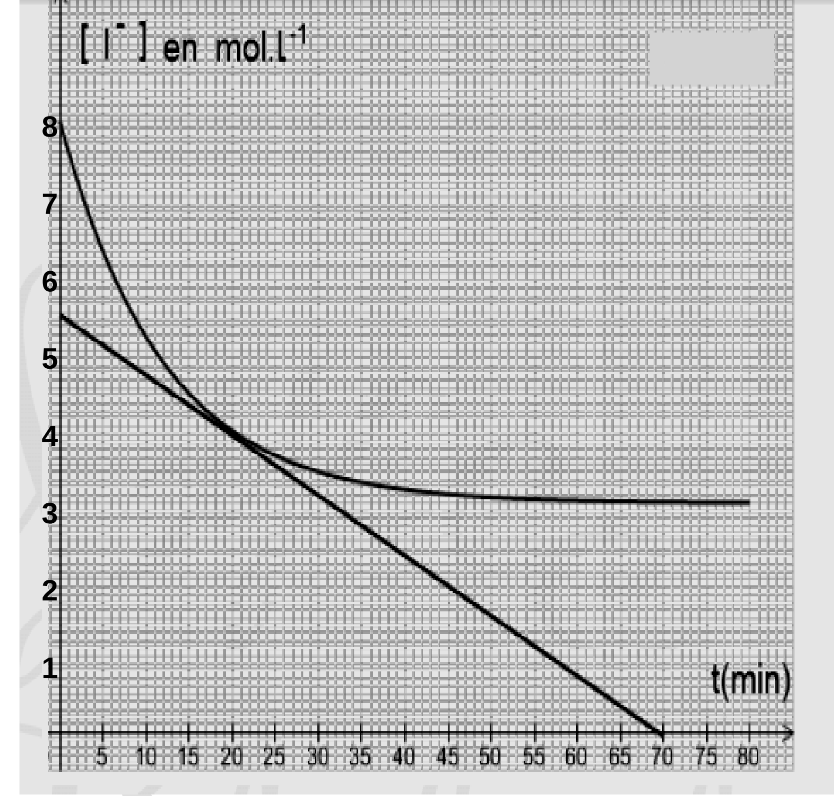
- Un volume V_1=50ml d'une solution aqueuse d'eau oxygéné de concentration molaire C_1=5.10^{-2} mol .L^{-1}
- Un volume V_2=50mLd'une solution aqueuse d'iodure de potassium de concentration molaire C_2=16.10^{-2} mol .L^{-1}
- une solution d'acide chlorhydrique
- quelques gouttes d'empois d'amidon

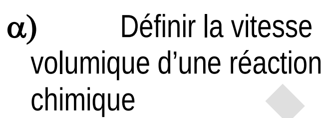
a la date t, on prélève, du mélange réactionnel, un volume V = 10 mL qu'on lui ajoute de l'eau glacée et on

dose la quantité de diode I_2formée par une solution de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ selon la réaction rapide et totale d'équation :

1. écrire l'équation de la réaction de dosage (réaction entre les ions thiosulfate et le diode)
2.
   a) Calculer les concentrations molaires initiales des ions iodure $[I^-]_0$ et de l'eau 
   oxygénée $[H_2O_2]_0$ dans le mélange réactionnel

   b) Dresser le tableau d'avancement de la réaction qui se produit dans chaque prélèvement en utilisant l'avancement volumique



3. Les résultats des dosages ont permis de tracer la courbe régissant les variations de la concentration des ions iodure au cours du temps (voir figure)
   a) Préciser en le justifiant le réactif limitant
   b) Déterminer la concentration finale en ion iodure $[I^-]_f$
   c)
      
      α) Définir la vitesse volumique d'une réaction chimique
      
      β) Donner son expression en fonction de $[I^-]$
   
   d) Déterminer graphiquement sa valeur a la date t=20min
   e) Sachant que le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ est la date a la quelle l'avancement volumique est égale à la moitié de l'avancement volumique final
      α) Montrer qu'au temps de demi-réaction $t_{1/2}$ on a $[I^-] = \frac{[I^-]_0+[I^-]_f}{2}$.
4. Trois expériences sont réalisées dans différentes conditions expérimentales indiquées dans le tableau ci-dessous

Numéro de l'expérience	(1)	(2)	(3)
Concentration initiale de H_2O_2 en ($mol.L^{-1}$)	C	1 ,5 C	C
Concentration initiale de I^- en ($mol.L^{-1}$)	2C	2,5 C	2,5 C
Concentration initiale de H_3O^+ en ($mol.L^{-1}$)	Excès	Excès	Excès
Température du milieu réactionnel en °C	20	40	20

on suit, au cours de chacune des trois expériences réalisées, la variation la concentration de diode formé $[I_2]$ en fonction du temps t

a) Déterminer, pour chacune de ces expériences, l'avancement volumique final en fonction de c
b) Comparer les vitesses initiales des 3 réactions
c) Tracer sur le même graphe (figure ci-dessus) l'allure des courbes $[I_2]$ = f(t)

Exercice N°4

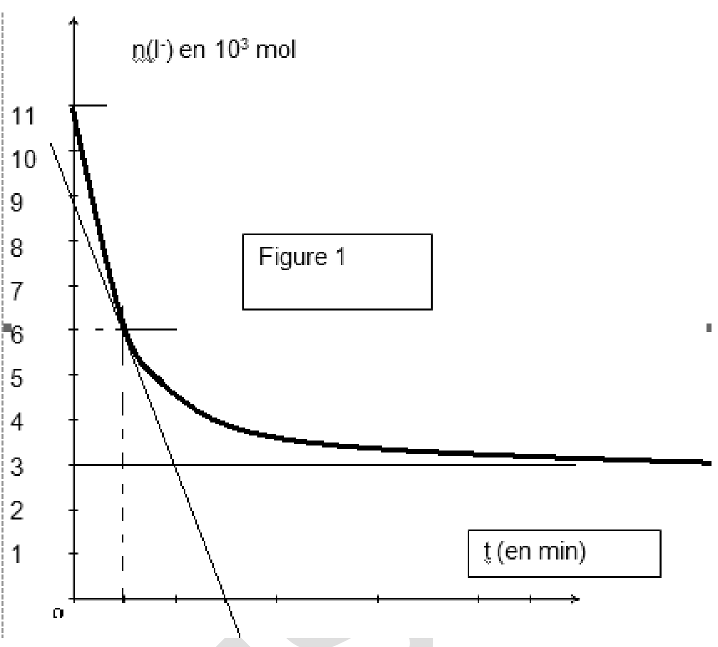
Les ions peroxydes $S_2O_8^{2-}$ oxydent les ions iodure I^- selon la réaction lente et totale d'équation bilan

$S_2O_8^{2-} + 2\,I^- \rightarrow 2\,SO_4^{2-} + I_2$ (1)

A la date t=0 et à une température fixe, on mélange dans un bécher

- Un volume V_1 , d'une solution aqueuse de peroxodisulfate d'ammonium ($S_2O_8^{2-}$, $2NH_4^+$)de concentration molaire $C_1 = 16.10^{-2}$ $mol.L^{-1}$

- Un volume V_2 =25 mL d'une solution aqueuse d'iodure de potassium (K^+, I^-) de concentration molaire C_2
Le mélange obtenu, après homogénation, est équitablement réparti sur dix erlenmeyers. A un instant t donné, on ajoute de l'eau glacée au contenu de l'un des erlenmeyers et on le dose par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium de formule chimique ($2Na^+$, $S_2O_3^{2-}$) et de concentration molaire C_0= 6.10^{-1}mol.L^{-1}. A l'équivalence, il ya décoloration complète du mélange. L'équation de la réaction qui se produit est :
$$2S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^- \quad (2)$$
Cette méthode permet de suivre l'évolution temporelle de la quantité de matière des ions iodure I^- au cours de la réaction (1) et de tracer la courbe $n(I^-)$ =f(t) (figure -1-)



1. On prépare un volume V=250mL de la solution aqueuse (S_1) de peroxodisulfate d'ammonium ($S_2O_8^{2-}$, $2NH_4^+$) de concentration molaire C_1=16.10^{-2} mol.L^{-1} à partir d'une solution notée (S) de peroxodisulfate d'ammonium ($S_2O_8^{2-}$; $2NH_4^+$ de concentration molaire C=0.32 mol .L^{-1}
Pour réaliser cette tache, on prélève 20 mL de la solution (S) à l'aide d'une pipette jaugée de 20 mL, on verse le prélèvement dans un bécher et on complète avec l'eau distillée jusqu'à la graduation 250mL en agitant.
au cours de cette opération on a commis deux erreurs. Lesquelles ?
2.
   - α) A la date t, et avant le dosage. Préciser l'intérêt de l'ajout de l'eau glace
   - β) Interpréter la décoloration du mélange
   - χ) Déterminer la quantité de matière $n(I_2)$ formé a la date t. sachant que le volume de la solution de thiosulfate de sodium ajouté est V_0 =10mL
   - δ) En déduire la quantité de matière $n(I^-)$ contenu dans chaque tube à essai à cet instant t dont on déterminera graphiquement sa valeur
3. En exploitant la courbe $n(I^-)$ =f(t) . déterminer
   - α) La valeur de la quantité de la quantité de matière initialement introduite des ions iodure(I^-) dans chaque tube à essai
   - β) La valeur de l'avancement final x_{max}
   - χ) Montrer que le peroxodisulfate ($S_2O_8^{2}$) est le réactif limitant. En déduire le volume V_1 utilisé
4.
   - α) Définir la vitesse instantanée v(t) d'une réaction chimique
   - β) Calculer la valeur de la vitesse instantanée v de la réaction étudiée à la date t= 1 min

Exercice N°5

A t=0 s, On introduit un volume V_1=200 mL d'une solution (S_1) d'iodure de potassium KI de concentration molaire C_1, un volume V_2=300 mL d'une solution (S_2) de péroxodisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ de concentration molaire C_2 =10^{-2} mol.L^{-1} et quelques gouttes d'empois d'amidon. Une étude expérimentale a permis de tracer la courbe des variations de la concentration de l'ion iodure I^- en fonction du temps (Voir figure ci- dessous).

1- a- Ecrire l'équation de la réaction chimique symbolisant la réaction d'oxydoréduction supposée lente et totale. Préciser les couples rédox mis en jeu.
2- a- Définir la vitesse de la réaction à la date t.

b- Montrer que son expression s'écrit sous la forme $v = -\frac{V}{2}.\frac{d[I^-]}{dt}$. Avec V volume du mélange réactionnel.

c- Comment varie cette vitesse au cours du temps ? Justifier.

d- Déterminer sa valeur maximale.

3- a- Définir la vitesse moyenne V_{moy} de la réaction. Donner son expression en fonction de $\frac{\Delta[I^-]}{\Delta t}$ où $\Delta[I^-]$ est la variation de la concentration des ions I^- pendant la durée Δt.

b- Calculer sa valeur entre les instants $t_1=0$ et $t_2= 4$ min.

4-

a- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique.

b- En utilisant le graphe, déterminer la quantité de matière initiale $n_0(I^-)$ dans le mélange. Déduire la valeur de C_1.

c- Définir le temps de demi-réaction ($t_{1/2}$). Sachant que $t_{1/2}$ = 4 min, déterminer l'avancement final (maximal) de la réaction.

d- Quel est le réactif limitant ?

e- Compléter la courbe de $[I^-]=f(t)$ sachant que la réaction se termine à la date t_f=32min

